



CHAPITRE 4

EQUILIBRE DE COMPLEXATION

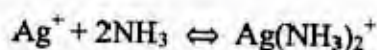
1. Définition

Les ions métalliques complexes résultent de l'association d'un cation métallique, qui occupe une position centrale, et d'un certain nombre d'espèces, moléculaire ou ionique liées à ce cation que l'on appelle *ligands* ou *coordinats*.

La charge électrique globale d'ion complexe est égale à la *somme algébrique* des charges de l'ion centrale et de celles des ligands, lorsque ceux-ci sont ioniques.

Remarque : Les liaisons entre l'ion métallique central et les ligands résultent de la mise en commun d'un doublet libre apporté par le ligand (*donneur*), en utilisant une case vide de l'ion central (*accepteur*).

Exemple :



La charge peut être neutre, positive ou négative.

2. Nomenclature des complexes

Un certain nombre de règles sont à utiliser :

* Le nom du complexe doit de terminer par celui de *l'ion central*, suivi par son *degré d'oxydation* en *chiffre romain*.

- Sans terminaison, si le complexe est *cationique* ou *neutre*.
- Avec terminaison "ate", si le complexe est un *anion*.

** Les coordinats (ligands) sont énoncés en *tête*, en commençant par les coordinats *négatifs* affectés par la terminaison "o", puis en citant les coordinats *neutres* et *positifs* sans terminaison.

Ligands courants**Neutres:**

H_2O	aqua
NH_3	amine
NO	nitrosyle
CO	carbonyle
$\text{NH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$	éthylène diamine

Anioniques

F^-	fluoro
Cl^-	chloro
Br^-	bromo
I^-	iodo
OH^-	hydroxo
O_2^-	oxo
CN^-	cyano

Exemples :

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$: ion hexa amine cobalt III.

$[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{3-}$: ion tétra cyano cuprate I.

$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}]^{2+}$: ion hydroxo pentaqua fer III.

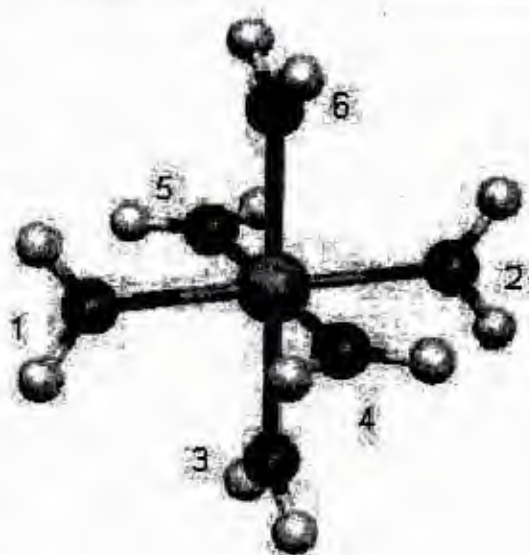
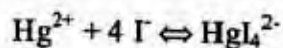


Figure 1 : Ion complexe $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$.

3. Equilibre de complexation

Les réactions en solution pour lesquelles se forment les complexes conduisent à un équilibre chimique, auquel s'applique la loi des équilibres. La constante d'équilibre correspondante est appelée *constante de complexation* K_c .

Exemple :



$$K_c = \frac{[\text{HgI}_4^{2-}]}{[\text{Hg}^{2+}][\text{I}^-]^4}$$

K_c est la *constante de stabilité* du complexe.

Ces constantes sont en général très grandes. On utilise alors la constante d'équilibre de la réaction inverse (réaction de *dissociation du complexe*) qu'on note K_d .

$$K_d = \frac{1}{K_c}$$

$$K_d = \frac{[\text{Hg}^{2+}][\text{I}^-]^4}{[\text{HgI}_4^{2-}]}$$

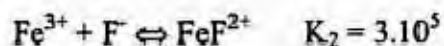
Remarque : Un complexe est d'autant plus stable que sa constante de dissociation est petite, on peut aussi utiliser la notion de pK_d telle que : $pK_d = -\log K_d$.

4. Permutation de ligands dans les complexes

Ajoutons à une solution de nitrate ferrique quelques gouttes de thiocyanate de potassium KSCN. Le complexe rouge $Fe(SCN)^{2+}$ apparaît :

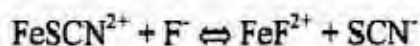


L'addition de fluorure de sodium fait apparaître cette coloration :



Il y a *permutation* de ligand, le complexe avec le ligand fluoro étant plus stable, comme le montre les valeurs des constantes.

On peut former la réaction prépondérante et calculer sa constante, K , telle que :



$$K = \frac{[FeF^{2+}][SCN^-]}{[F^-][FeSCN^{2+}]} = \frac{[FeF^{2+}][Fe^{3+}][SCN^-]}{[F^-][Fe^{3+}][FeSCN^{2+}]} = \frac{K_2}{K_1} = 3.10^3.$$

Cette constante est grande suffisamment pour que la réaction ait lieu (surtout si on utilise un excès de l'ion fluorure).



ETUSUP.com

Programmmation
Cours
Electricité
Physique
Résumés
Analyse
Informatique
Optique
Chimie
Algèbre
Corrigés
Diapo
Livres
Exercices
Contrôles Continus
Langues
MTU
Thermodynamique
Multimedia
Divers
Economie
Travaux Dirigés
Chimie Organique
Mathématiques
Mécanique
Travaux Pratiques
Droit

et encore plus..